

ZnSO₄-Na₂SO₄-H₂SO₄-NaOH-H₂O계의 이온平衡

李晚承 · 朴賢珠 · 羅椿基*

木浦大學校 工科大学 新素材工學科, *木浦大學校 工科大学 環境工學科

Ionic Equilibria in ZnSO₄-Na₂SO₄-H₂SO₄-NaOH-H₂O system

Man-Seung Lee, Hyun-Ju Park and Choon-Ki Na*

Department of Advanced Materials Science and Eng., Mokpo National University

*Department of Environmental Eng., Mokpo National University, Chonnam 534-729, Korea

요 약

ZnSO₄-Na₂SO₄-H₂SO₄-NaOH-H₂O계에 대해 전해질의 농도를 변화시키며 25°C에서 용액의 pH를 측정하고, K-value방법을 이용하여 이온평형을 해석하였다. 물의 활동도와 용질의 활동도계수는 Pitzer식으로 계산하였다. 평형상태에서 존재하는 용질들의 농도와 활동도계수를 전해질의 초기농도로부터 이온평형을 해석하여 구할 수 있었다. 이온강도가 4 m정도로 진한 용액에서 pH 측정값과 이온평형 해석으로 구한 pH 이온 값은 서로 잘 일치하였다. 용액의 이온강도가 3.5에서 4.3사이의 실험조건에서 Pitzer식으로 구한 ZnSO₄의 평균이온 활동도계수는 문헌에 발표된 값과 잘 일치하였다.

주제어: 황산아연, 이온평형, K-value, Pitzer, pH

ABSTRACT

For ZnSO₄-Na₂SO₄-H₂SO₄-NaOH-H₂O system, pH of solutions with different electrolyte concentrations was measured at 25°C and ionic equilibria were analyzed by using K-value method. Activity of water and activity coefficients of solutes were calculated by Pitzer equation. The equilibrium concentration and activity coefficients of solutes were calculated from initial experimental conditions. At high ionic strength of 4m, the pH values calculated were in good agreement with those measured. In the experimental ranges of ionic strength of solution from 3.5 to 4.3 m, the mean activity coefficient of ZnSO₄ calculated agreed well with those obtained from literature.

Key words: ZnSO₄, ionic equilibria, K-value, Pitzer, pH

1. 서 론

폐자원에 함유된 유가금속을 습식법으로 회수하는 공정에서 침출액으로는 가격이 저렴한 황산이 주로 이용되고 있다. 황산은 염산이나 질산과 달리 1차해리에 의해 생성된 bisulfate이온이 수소이온과 sulfate이온으로 완전히 해리되지 않는다. 따라서 bisulfate이온은 용액의 pH에 대해 완충작용을 하므로 황산침출액의 이온평형을 해석하는 것은 매우 복잡하다.

물에 전해질을 첨가하면 해리된 양이온과 음이온 사이에 여러 이온착물이 형성된다. 이온착물의 종류와 농도는 수용액의 pH와 전해질의 농도에 의존하며, 용액의 이온강도를 변화시켜 용액의 이온평형에 큰 영향을 미친다. 침출액으로부터 목적금속을 분리 또는 회수하는 방법으로 이용되는 석출, 용매추출, 전해체취와 같은 반응을 정확하게 제어하기 위해서는 화학종들의 농도와 열역학적 거동을 설명할 수 있는 이온평형에 대한 해석이 매우 중요하다. 특히 폐자원을 침출한 용액은 이온강도가 높은 진한 용액이므로 용질들의 활동도계수뿐만 아니라 용매의 활동도도 반드시 고려해야 한다. 최근에

* 2001년 10월 5일 접수, 2001년 11월 23일 수리

* E-mail: mslee@mokpo.ac.kr

는 수상용액에 존재하는 강전해질의 활동도계수를 고농도에서도 구할 수 있는 반경험식들이 제안되어,^{1,2)} 진한 용액에서 이온들의 활동도계수를 계산하고 용액의 이온평형을 해석하는데 이용되고 있다.³⁻⁶⁾

본 연구에서는 아연을 함유한 원광 또는 폐자원으로부터 황산침출에 의한 아연회수시 침출액의 이온평형을 해석하기 위해 K-value방법을 이용하고,⁷⁾ 물의 활동도와 용질들의 활동도계수는 Pitzer식으로 계산하였다. ZnSO₄-Na₂SO₄-H₂SO₄-NaOH-H₂O계에 대해 용질들의 농도를 변화시키며 25°C에서 용액의 pH를 측정하고, 본 연구에서 이온평형으로 계산한 pH값과 비교하였다.

2. 이론적 배경

물에 여러 전해질이 존재하는 경우 전해질이 해리된 양이온과 음이온간의 정전기적 인력에 의해 이온착물이 형성된다. 이와 같이 형성된 이온착물은 용액의 이온강도를 변화시켜 이온들의 활동도계수에 큰 영향을 미친다. 따라서 용액의 이온평형을 해석하기 위해서는 이온착물의 생성반응을 고려해야 하며, ZnSO₄-Na₂SO₄-H₂SO₄-NaOH-H₂O계에 대해 본 연구에서 고려한 화학반응과 평형상수를 다음에 나타냈다. 이때 황산은 수소이온과 bisulfate이온으로 완전히 해리되어 분자상태의 황산은 존재하지 않는다고 가정하였다. 다음 식에서 K는 화학반응의 평형상수이고, R은 반응에 참여하는 화학종들의 활동도계수의 비이다.⁸⁾

$$H_2O=H^+ + OH^-, K_1=\frac{(H^+)(OH^-)}{a_{H_2O}} \times \gamma_{H^+} \gamma_{OH^-}$$

$$=\frac{(H^+)(OH^-)}{R_1}=1.0 \times 10^{-14} \quad R_1=\frac{a_{H_2O}}{\gamma_{H^+} \gamma_{OH^-}} \quad (1)$$

$$H^++SO_4^{2-}=HSO_4^-, K_2=95.23 \quad (2)$$

$$Na^++SO_4^{2-}=NaSO_4^-, K_3=11.5 \quad (3)$$

$$Zn^{2+}+OH^-=ZnOH^+, K_4=1.00 \times 10^5 \quad (4)$$

$$Zn^{2+}+2OH^-=Zn(OH)_2, K_5=1.26 \times 10^{11} \quad (5)$$

$$Zn^{2+}+SO_4^{2-}=ZnSO_4, K_6=3.09 \times 10^2 \quad (6)$$

나트륨과 황 및 아연의 물질수지식은 식 (7), (8), (9)와 같다.

$$(Na)_t=2(Na_2SO_4)_{ini}+(NaOH)_{ini}=(Na^+)+(NaSO_4^-) \quad (7)$$

$$(S)_t=(H_2SO_4)_{ini}+(Na_2SO_4)_{ini}+(ZnSO_4)_{ini}=(SO_4^{2-})+(HSO_4^-)+(NaSO_4^-)+(ZnSO_4) \quad (8)$$

$$(Zn)_t=(ZnSO_4)_{ini}=(Zn^{2+})+(ZnOH^+)+(Zn(OH)_2)+(ZnSO_4) \quad (9)$$

상기식에서 하첨자 t는 전체농도를, ini는 초기농도를 각각 나타낸다.

전기적 중성조건($\sum m_i z_i=0$)을 적용하면 전기적 중성식은 식 (10)과 같다.

$$(H^+)+(Na^+)+2(Zn^{2+})+(ZnOH^+)=(HSO_4^-)+(NaSO_4^-)+(OH^-)+2(SO_4^{2-}) \quad (10)$$

용액에 이온뿐만 아니라 전기적으로 중성인 분자가 존재하는 경우 용질들의 활동도계수를 계산하기 위해서는 이온-이온, 이온-분자, 분자-분자간의 상호작용을 고려해야 한다. 본 연구에서는 용질들의 활동도계수를 계산하기 위해 Pitzer식을 이용하였으며 다음과 같다.¹⁾

$$\ln \gamma_i = Z_i^2 f^{\gamma} + 2 \sum_{j \neq H_2O} m_j B_{ij} + \sum_{j \neq H_2O} \sum_{k \neq H_2O} m_j m_k B'_{jk} \quad (11)$$

$$f^{\gamma} = -A_{\phi} \left[\frac{\sqrt{I}}{1+1.2\sqrt{I}} + \frac{2}{1.2} \ln(1+1.2\sqrt{I}) \right] \quad (12)$$

$$B_{ij} = \beta_{ij,0} + \frac{\beta_{ij,1}}{2I} [1 - (1+2\sqrt{I}) \exp(-2\sqrt{I})] \quad (13)$$

$$B'_{jk} = \frac{\beta_{j,1}}{4I^2} [-1 + (1+2\sqrt{I}+2I) \exp(-2\sqrt{I})] \quad (14)$$

상기식에서 A_φ는 Debye-Hückel상수, I는 이온강도를, m은 용질의 농도(molality)를, β_{ij,0}와 β_{ij,1}은 용질간의 상호작용 매개변수(interaction parameter)를 각각 나타낸다.

한편 물의 활동도는 다음식을 이용하여 구할 수 있다.⁶⁾

$$\ln a_w = -\frac{M_w}{1000} \left(\sum_{i \neq H_2O} m_i \right) \phi \quad (15)$$

$$\phi - 1 = \frac{2}{\sum_{i \neq H_2O} m_i}$$

$$\left[-\frac{A_{\phi} I^{3/2}}{1+1.2\sqrt{I}} + \sum_{i \neq H_2O} \sum_{j \neq H_2O} m_i m_j \{ \beta_{ij,0} + \beta_{ij,1} \exp(-2\sqrt{I}) \} \right] \quad (16)$$

상기식에서 M_w는 물의 분자량을, φ는 삼투계수를 나타낸다.

3. 실험재료 및 방법

본 실험에서 사용한 시약으로 황산아연은 ZnSO₄ · 7H₂O(Showa Chemical, 99%)를, 황산나트륨은 Na₂SO₄ (Daejung Chemical, 99%)을, 황산은 H₂SO₄(Duksan Chemical, 95%)을, 수산화나트륨은 NaOH(Samchun Chemical, 93%)를 증류수에 용해하여 용액을 준비하였다.

증류수 100 g에 전해질을 첨가한 후 용액의 온도를 25°C로 유지하면서 30분간 교반하여 전해질을 완전히 용해시킨 다음 pH미터(Orion 920A)로 용액의 pH를 측정하였다. 용액의 pH측정시 전극은 혼합전극을 사용하였고, pH 2, 4, 7완충용액(Duksan Chemical)으로 pH미터를 보정한 다음 pH를 측정하였다.

4. 결과 및 고찰

4.1. 용질의 상호작용 매개변수 추산

Pitzer가 구한 25°C에서 전해질들의 β₀와 β₁값을 Table 1에 나타냈다. 전해질들의 β₀와 β₁값을 Pitzer식에 대입하여 구할 수 있는 것은 전해질의 평균이온 활동도계수이다. 용액에 존재하는 이온들의 활동도계수를 Pitzer식으로 구할 때 필요한 이온의 상호작용 매개변수를 전해질의 매개변수로부터 다음과 같이 구했다. Bromley는 강전해질의 상호작용 매개변수는 강전해질을 구성하는 이온들의 β의 합과 같다고 가정하여 다음 나트륨이온의

Table 1. Interaction parameters for electrolytes at 25°C

Species	β ₀	β ₁
HCl	0.1775	0.2945
NaCl	0.0765	0.2664
NaOH	0.0864	0.253
Na ₂ SO ₄	0.01958	1.113
ZnSO ₄	0.1949	2.883

Table 2. Estimated values for the interaction parameter of ions at 25°C

Species	β ₀	β ₁
H ⁺	0.101	0.0281
Na ⁺	0.0	0.0
OH ⁻	0.0864	0.253
SO ₄ ²⁻	0.01958	1.113
Zn ²⁺	0.1753	1.77

β₊를 0으로 놓고 이온들의 β값을 구하였다.²⁾

$$\beta_{+} = \beta^{+} + \beta^{-} \quad (17)$$

본 연구에서도 Pitzer가 발표한 강전해질의 β₀와 β₁값으로부터 나트륨이온의 β₀와 β₁를 0으로 놓고 식 (17)을 이용하여 각 이온들의 β₀와 β₁를 구했다. Table 2에 는 상기방법으로 구한 이온들의 β₀와 β₁값을 나타냈다.

Edwards등은 Pitzer식을 약전해질에 대해서도 적용하여 약전해질에 존재하는 이온뿐만 아니라, 전기적으로 중성인 분자의 활동도계수도 구하였다.⁹⁾ 이때 이온과 분자의 상호작용매개변수는 식 (18)을, 분자와 분자간의 상호작용 매개변수는 식 (19)를 이용하여 구했다.

$$\beta_{ion-molecule} = \beta_{ion} + \beta_{molecule} \quad (18)$$

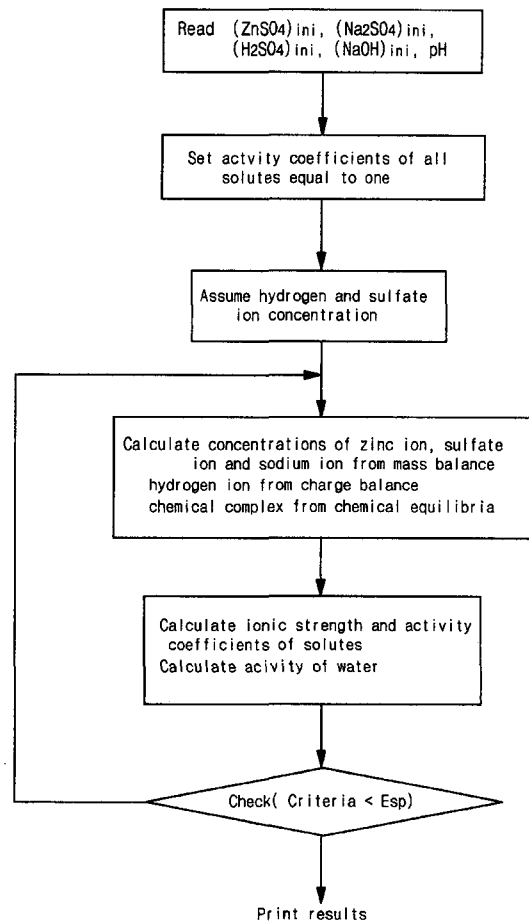


Fig. 1. Flowchart for the calculation of the equilibrium concentration of solutes.

Table 3. Experimental conditions and calculated results

N	(ZNSO ₄) _{ini}	(NA ₂ SO ₄) _{ini}	(H ₂ SO ₄) _{ini}	(NAOH) _{ini}	pH	pH _C	I _C	a _{H2O}
1	0.897	0	0.0095	0	2.25	2.38	3.52	0.981
2	0.890	0	0.0427	0	1.64	1.72	3.52	0.979
3	0.889	0	0.0854	0	1.34	1.40	3.55	0.977
4	0.889	0	0.1819	0	0.98	1.05	3.62	0.971
5	0.889	0	0.256	0	0.79	0.87	3.67	0.966
6	0.888	0	0.361	0	0.66	0.69	3.75	0.960
7	0.888	0	0.426	0	0.48	0.60	3.80	0.956
8	0.867	0	0.515	0	0.44	0.50	3.79	0.950
9	0.896	0	0.043	0.0234	1.70	1.85	3.57	0.979
10	0.895	0	0.0869	0.0469	1.42	1.54	3.61	0.977
11	0.895	0	0.0869	0.0894	1.67	1.72	3.65	0.977
12	0.896	0	0.173	0.0745	1.13	1.18	3.71	0.972
13	0.895	0	0.173	0.128	1.26	1.28	3.75	0.972
14	0.895	0	0.173	0.170	1.30	1.38	3.79	0.973
15	0.895	0	0.260	0.0639	0.87	0.93	3.76	0.967
16	0.895	0	0.260	0.126	0.98	1.00	3.81	0.967
17	0.895	0	0.260	0.192	1.08	1.09	3.87	0.968
18	0.895	0	0.260	0.258	1.19	1.19	3.93	0.968
19	0.895	0	0.260	0.345	1.30	1.38	4.00	0.969
20	0.901	0.128	0.012	0	2.14	2.27	3.86	0.975
21	0.900	0.128	0.0456	0	1.57	1.68	3.88	0.973
22	0.900	0.128	0.0869	0	1.32	1.38	3.91	0.971
23	0.900	0.128	0.173	0	1.04	1.06	3.97	0.966
24	0.899	0.128	0.261	0	0.86	0.86	4.03	0.960
25	0.896	0.132	0.043	0.0213	1.74	1.83	3.89	0.974
26	0.897	0.125	0.0929	0.0426	1.41	1.47	3.93	0.971
27	0.896	0.132	0.0860	0.0852	1.70	1.69	3.98	0.972
28	0.896	0.125	0.176	0.0639	1.14	1.15	4.01	0.966
29	0.896	0.125	0.176	0.130	1.24	1.27	4.07	0.967
30	0.896	0.125	0.176	0.196	1.42	1.43	4.12	0.967
31	0.897	0.127	0.259	0.0638	0.95	0.93	4.08	0.961
32	0.897	0.127	0.259	0.128	1.01	1.00	4.13	0.961
33	0.896	0.127	0.259	0.200	1.13	1.09	4.19	0.962
34	0.896	0.127	0.259	0.255	1.25	1.18	4.24	0.963
35	0.896	0.127	0.259	0.323	1.41	1.32	4.30	0.963
36	0.896	0.127	0.259	0.423	1.83	1.64	4.38	0.964
37	0.896	0.254	0.0869	0.0426	1.52	1.50	4.24	0.966

subscript(c:calculated)

$$\beta_{ij}=0.5(\beta_{ji}+\beta_{ji}) \quad (19)$$

4.2. 이온평형 해석

평형상태에서 용액에 존재하는 화학종은 Zn²⁺, ZnSO₄, ZnOH⁺, Zn(OH)₂, Na⁺, NaSO₄⁻, SO₄²⁻, HSO₄⁻, H⁺, OH⁻, H₂O로 모두 11개이다. 물의 활동도를 식 (15)로 구한다면 나머지 10개의 용질들의 농도와 활동도계수를 구하기 위해서는 20개의 독립적인 식이 필요하다. 이때 20개의 독립적인 식은 6개의 화학반응식과 3개의 물질수지 및 전기적중성식과 각 용질들에 대한 활동도계수의 식 10개로부터 구할 수 있다. 이와 같이 구한 21개의 독립적인 식을 동시에 만족시키는 해를 구하기 위하여 Newton-Raphson법을 이용하였으며, 해를 구하기 위한 알고리즘을 Fig. 1에 나타냈다.

본 연구에서 실험한 ZnSO₄-Na₂SO₄-H₂SO₄-NaOH-H₂O계의 조성 pH 측정값을 Table 3에 나타냈다. Table 3에서 전해질의 농도단위는 molality이다. 또한 Table 3에는 상기 계의 이온평형을 해석하여 구한 pH와 이온강도 및 물의 활동도를 같이 나타냈다. 이온강도가 3.5에서 4.3사이로 진한용액이란 점을 감안한다면 pH 측정값과 본 연구에서 구한 pH 이론 값이 서로 잘 맞는 것을 Table 3으로부터 알 수 있다. 실험조건에서 물의 활동도는 0.96에서 0.98사이의 값을 가지는 것을 알 수 있다.

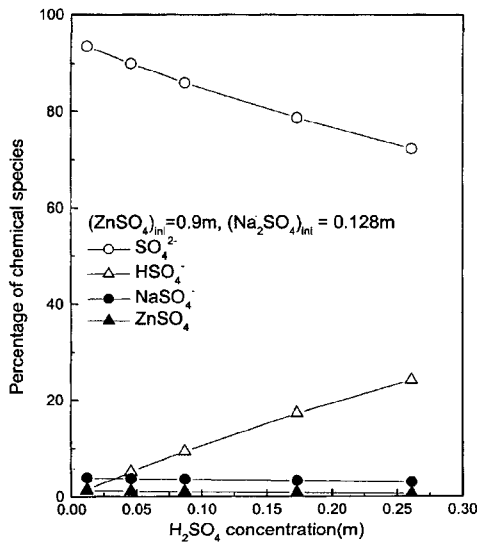


Fig. 2. Effect of H₂SO₄ concentration on the distribution of sulfate containing species.

황산이연농도 0.9 m, 황산나트륨농도 0.128 m의 조건에서 황산의 농도변화에 따라 sulfate를 함유한 용질의 농도변화를 Fig. 2에 나타냈다. 황산농도가 증가함에 따라 bisulfate이온의 농도는 증가하고, sulfate이온의 농도는 감소하는 것을 알 수 있다. 또한 sulfate이온이 sulfate이온을 함유한 화학종의 대부분을 차지하고 bisulfate이온은 최대 24%정도 차지하나, ZnSO₄와 NaSO₄⁻의 농도는 매우 낮은 것을 알 수 있다. 동일조건에서 아연의 98%는 Zn²⁺으로 존재하며, 1% 정도가 ZnSO₄형태로 존재하고 ZnOH⁺의 농도는 매우 낮은 것을 이온평형에 대한 해석으로부터 알 수 있었다.

Pitzer식으로 계산한 이온들의 활동도계수의 정확성을 조사하기 위해 문헌에 발표되어 있는 NaOH, Na₂SO₄, ZnSO₄의 평균이온 활동도계수와 다음과 같이 비교하였다.¹⁰⁾ Fig. 3에는 문헌에 발표된 NaOH, Na₂SO₄, ZnSO₄의 평균이온 활동도계수를 나타냈다. 먼저 NaOH, Na₂SO₄, ZnSO₄를 강전해질로 간주하여 이들의 평균이온 활동도계수를 본 연구에서 Pitzer식으로 구한 이온들의 활동도계수로부터 다음 식을 이용하여 구했다.

$$\gamma_{\pm, ZnSO_4} = (\gamma_{Zn^{2+}} \gamma_{SO_4^{2-}})^{1/2} \quad (20)$$

$$\gamma_{\pm, Na_2SO_4} = \left\{ (\gamma_{Na^+})^2 (\gamma_{SO_4^{2-}}) \right\}^{1/3} \quad (21)$$

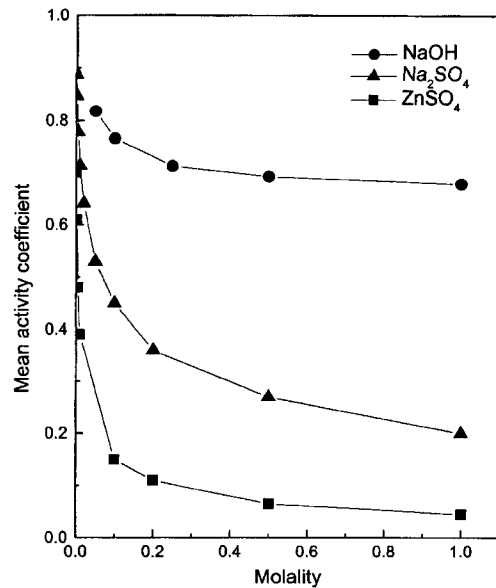


Fig. 3. Effect of molality on the mean ion activity coefficients of strong electrolytes at 25°C.

$$\gamma_{\pm, \text{NaOH}} = (\gamma_{\text{Na}^+} \gamma_{\text{OH}^-})^{1/2} \quad (22)$$

수용액의 이온강도가 3.5에서 4.3 m의 범위에서 식 (20)으로 구한 황산아연의 평균이온 활동도계수는 약 0.035정도로 문헌에 발표된 0.045와 거의 일치한다. 아연이온을 함유한 용액에서 아연이온의 석출, 용매추출, 전해채취와 같은 반응은 아연이온의 활동도와 관계가 깊다. 황산아연의 농도가 0.9 m정도로 진한용액에서 아연이온과 sulfate이온의 활동도계수는 0.03정도이므로 아연이온이 관련된 반응을 해석하는 경우 반드시 아연이온의 활동도계수를 고려해야 한다는 것을 알 수 있다. Na₂SO₄의 농도가 0.125 m일 때 식 (21)로 계산한 Na₂SO₄의 평균이온 활동도계수는 0.19로 문헌에 발표된 값 0.25보다 작았다. 이는 문헌에 발표된 값은 Na₂SO₄만이 용해된 용액에서 활동도계수이나, 본 연구에서는 Na₂SO₄와 함께 ZnSO₄가 0.9 m정도 용해되어 이온강도가 변해 Na₂SO₄의 활동도계수에 영향을 미치기 때문이다. NaOH의 농도가 0.2 m정도일 때 식 (22)로 계산한 NaOH의 평균이온 활동도계수는 0.63으로 문헌에 발표된 값 0.72보다 작았다. NaOH의 평균이온 활동도계수간의 차이도 역시 Na₂SO₄의 경우와 같이 황산아연의 존재로 인해 이온강도가 변하기 때문이다.

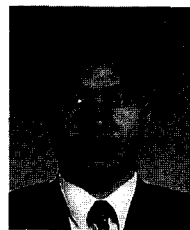
5. 결 론

ZnSO₄-Na₂SO₄-H₂SO₄-NaOH-H₂O계에 대해 용질간의 화학반응, 물질수지 및 전기적중성식을 고려하고, Pitzer식으로 물의 활동도와 용질들의 활동도계수를 구하는 이온평형을 해석하여 다음과 같은 결론을 얻었다.

1. 이온강도가 4 m정도인 용액에서 이온평형을 해석하여 전해질의 초기농도로부터 평형상태에서 존재하는 용질들의 농도와 활동도계수를 구할 수 있었으며, pH 측정값과 이온평형을 해석하여 구한 pH 이론 값은 서로 잘 일치하였다.
2. Pitzer가 발표한 전해질의 상호작용 매개변수로부터 Bromley의 방법으로 추산하여 구한 이온의 매개변수를 이용하여 Pitzer식으로 구한 용질들의 활동도계수는 문헌에 발표된 활동도계수값과 서로 잘 일치하였다.

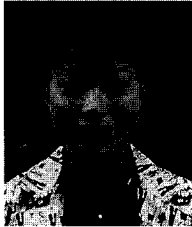
참고문헌

1. K. S. Pitzer and G. Mayorga : "Thermodynamics of Electrolytes. II. Activity and Osmotic Coefficients for Strong Electrolytes with One or Both Ions Univalent", *J. of Physical Chemistry*, 77(19), 2300-2308 (1973).
2. L. A. Bromley : "Thermodynamic Properties of Strong Electrolytes in Aqueous Solutions", *AIChE Journal*, 19(2), 313-320 (1973).
3. C. Jiang : "Thermodynamics of Aqueous Phosphoric Acid Solution at 25°C", *Chemical Engineering Science*, 51(5) 689-693 (1996).
4. R. S. Juang and J. Y. Su : "Thermodynamic Equilibria of the Extraction of Cobalt(II) from Sulfate Solutions with Bis(2-ethylhexyl) Phosphoric Acid", *Ind. Eng. Chem. Res.*, 31(10), 2395-2400 (1992).
5. M. A. Hughes : "Equilibria in the System Cobalt/Di-2-ethylhexylphosphoric Acid/Water", *J. Chem. Eng. Data*, 31(1), 4-11 (1986).
6. P. Marliacy, N. Hubert, L. Schuffenecker and R. Solimando : "Use of Pitzer's Model to Calculate Thermodynamic Properties of Aqueous Electrolyte Solutions of Na₂SO₄+ NaCl between 273.15 and 373.15K", *Fluid Phase Equilibria*, 148, 95-106 (1998).
7. W. L. Luyben and L. A. Wenzel : "Chemical Process Analysis", Prentice-Hall International Editions, pp. 201-225 (1988).
8. E. Hogfeldt : "Stability Constants of Metal-Ion Complexes, Part A : Inorganic Ligands", Pergamon Press (1982).
9. T. J. Edwards, J. Newman and J. M. Prausnitz : "Thermodynamics of Aqueous Solutions Containing Volatile Weak Electrolytes", *AIChE Journal*, 21(2), 248-259 (1975).
10. 이용조 : "습식제련공학", 문운당, pp. 295-296 (1985).



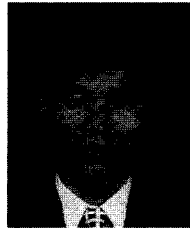
李 晚 承

- 1992년 고려대학교 공과대학 금속공학과 공학박사
- 현재 목포대학교 공과대학 신소재공학과 교수



朴賢珠

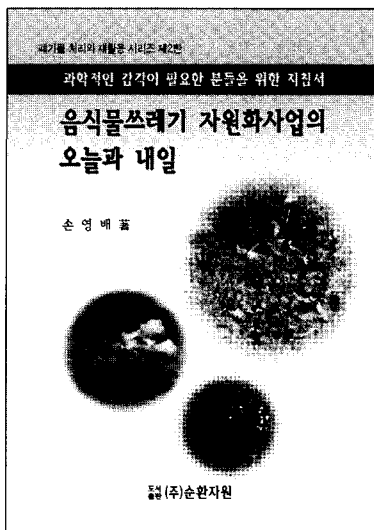
- 2001년 목포대학교 교육학 석사(환경 공업교육전공)
- 현재 목포대학교 대학원 환경공학과 박사과정 재학중



羅椿基

- 1994년 일본 쓰쿠바대학 이학박사
- 현재 목포대학교 공과대학 환경공학과 부교수

신간 안내



제 목 : 음식물쓰레기 자원화 사업의 오늘과 내일
 저 자 : 손 영 배
 발행처 : 도서출판 (주)순환자원
 신국판 216P
 정 가 : 1,5000원

본서는 음식물쓰레기처리시설이 현재 어떻게 돌아가고 있는가에 대한 정부의 발표내용에 대한 소개와 이에 대한 필자의 검증부터 시작된다.
 제1장은 「음식물쓰레기 사료화편」,
 제2장은 「음식물쓰레기 퇴비화편」,
 제3장은 「음식물쓰레기 자원화에 대한 개념정리를 위한 제언」으로 구성되어 있으며 저자는 음식물쓰레기의 사료화와 퇴비화에 대해서 지금까지 잘못 알려진 내용을 정리하고 새로운 대안과 지식을 전달하고 있다.